SEMESTRAL

UNI

ACADEMIA
CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR VALLEJO

academiacesarvallejo.edu.pe

SEMESTRAL

UNI

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

QUÍMICA

Tema: Equilibrio químico, ácidos y bases , electroquímica.
Docente: Darío Vera Cuadros

OBJETIVOS:

Los estudiantes, al término de este taller de reforzamiento serán capaces de:

1. Resumir y consolidar el tema de equilibrio químico.

2. Replicar y reforzar las definiciones de ácidos y bases, su clasificación y calculo del pH**.**

3. Resumir y consolidar los conceptos y cálculos de celdas galvánicas y electrólisis**.**

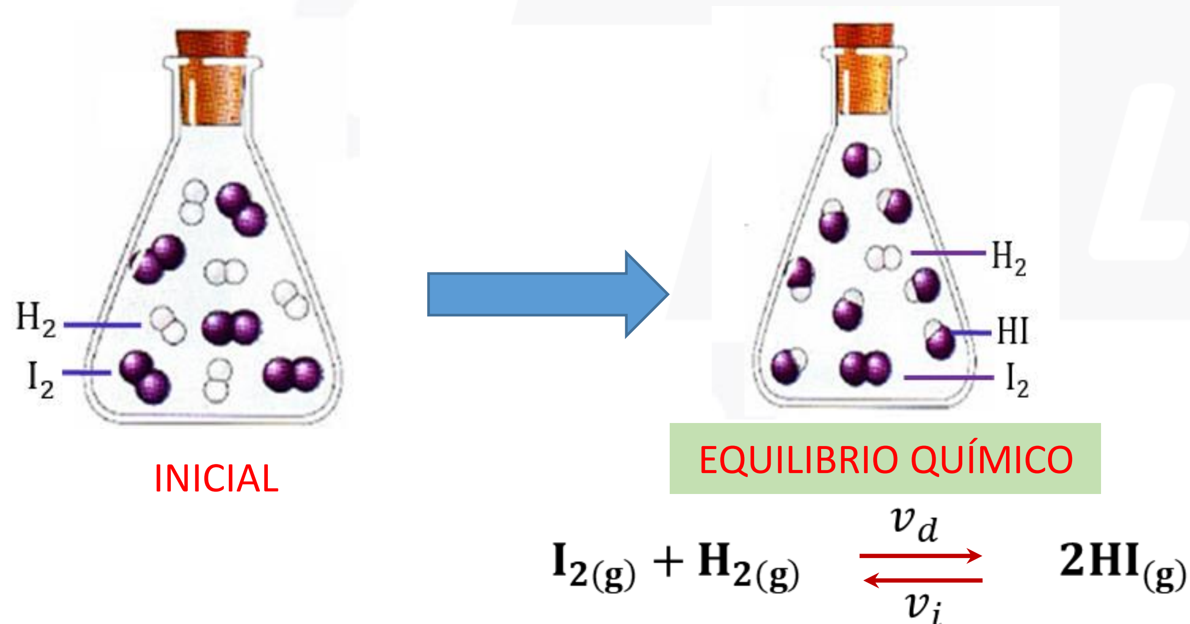
I. EQUILIBRIO QUÍMICO

1.1. CONCEPTO

Es el estado **estable** , a nivel molecular **dinámico,** que alcanza una reacción química reversible, comúnmente en un sistema cerrado.

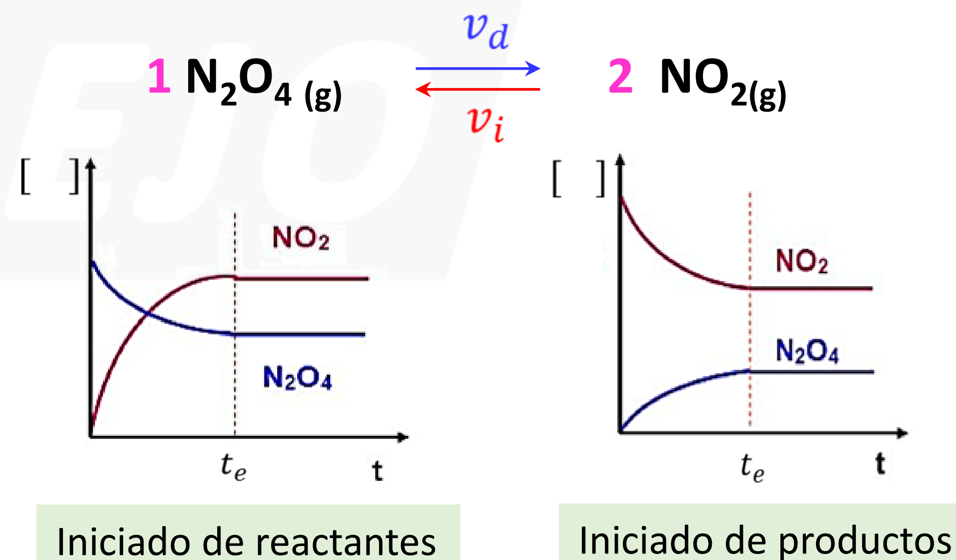
En este estado coexisten reactantes y productos por un tiempo indefinido a temperatura constante. Con el transcurso del tiempo no se observan cambios, a pesar de que las sustancias siguen reaccionando.

Ejemplo:



1.2. CARACTERÍSTICAS DEL EQUILIBRIO

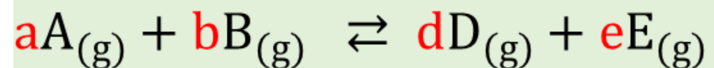
- A nivel molecular es dinámico y la velocidad directa e inversa son iguales: $v_d = v_i$; siendo su velocidad neta cero
- Continuamente los reactivos se transforman en productos y viceversa.
- La concentración de los reactivos y productos no varían en el tiempo.
- Es de carácter espontaneo y se alcanza en un tiempo finito (no al inicio).
- Se establece a partir de reactivos o de productos.



1.3. CONSTANTE DE EQUILIBRIO (K_{eq})

Es un parámetro numérico, que se determina desde la ley de acción de masas (LAM), a una determinada temperatura. Indica la proporción entre productos y reactivos, dando una idea del progreso o conversión de reactivos a productos en una reacción, por ello, se relaciona con el rendimiento.

En equilibrio químico gaseoso:



$$aA_{(g)} + bB_{(g)} \rightleftarrows dD_{(g)} + eE_{(g)}$$

Expresión de la K_{eq}, puede ser:

$$K_c = \frac{[D]^d[E]^e}{[A]^a[B]^b}$$

$$K_p = \frac{(P_D)^d(P_E)^e}{(P_A)^a(P_B)^b}$$

K_c : En función de la molaridad.

K_p : En función de las presiones parciales de los componentes gaseosos.

Se cumple:

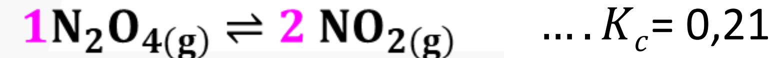
$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_{gas}}$$

- Si: $\triangle n_g = 0 \Rightarrow K_p = K_c$
- Si: $\triangle n_g > 0 \Rightarrow K_p > K_c$
- Si: $\triangle n_g < 0 \Rightarrow K_p < K_c$

1.4. PROPIEDADES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

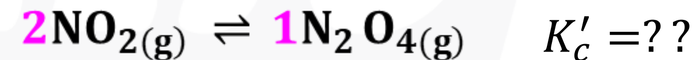
A) El valor de la K_{eq} depende de la temperatura (T).

Para el equilibrio químico a una determinada temperatura (T=100°C):



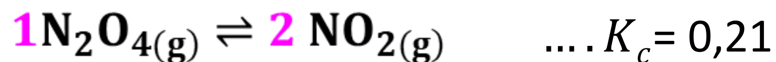
$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\ NO_{2(g)} \qquad \ldots.K_c = 0{,}21$$

B) Si la ecuación se invierte ¿Cuál será el valor de la constante de equilibrio?



$$2NO_{2(g)} \rightleftharpoons 1N_2O_{4(g)} \qquad K_c' = ??$$

C) Si la ecuación es multiplicada por un valor numérico:



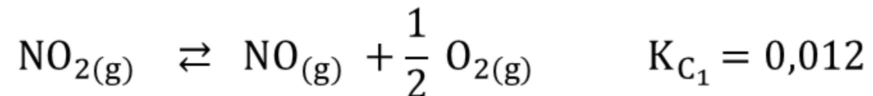
$$1N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2\,NO_{2(g)} \quad \ldots.\, K_c = 0{,}21$$

Se multiplica por $\frac{1}{2}$

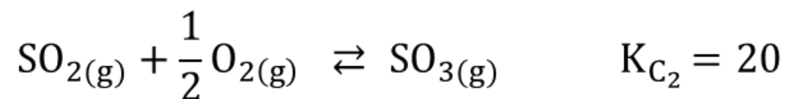
¿Cuánto vale K_c'?

D) Si dos ecuaciones en equilibrio se suman miembro a miembro:

Ejemplo: Utilizando dos equilibrios a 800°C



$$NO_{2(g)} \rightleftarrows NO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \qquad K_{C_1} = 0{,}012$$



$$SO_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightleftarrows SO_{3(g)} \qquad K_{C_2} = 20$$

¿cuánto vale la constante de equilibrio para la siguiente reacción?



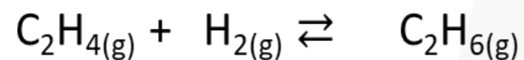
$$NO_{2(g)} + SO_{2(g)} \rightleftarrows NO_{(g)} + SO_{3(g)} \quad \ldots K_C$$

1.5. RELACIÓN ENTRE EL VALOR DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO Y EL RENDIMIENTO:

Keq	RENDIMIENTO
Keq >> 1	alto
Keq ≈ 1	moderado
Keq << 1	bajo

Ejercicio 01:

En un recipiente rígido y de 2L se coloca 0,8 moles de C_2H_4 y 0,6 moles de H_2, para sintetizar etano C_2H_6.



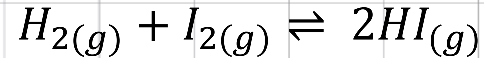
Para alcanzar el equilibrio se consume 0,15 moles de cada reactante. Determine la constante de equilibrio K_c e indique si la reacción tiene alto o bajo rendimiento

Resolución :

1.6. TIPOS DE EQUILIBRIO

EQUILIBRIO HOMOGÉNEO

Sistema de una sola fase.

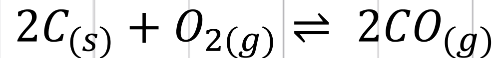


$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$$

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \qquad K_p = \frac{(P_{HI})^2}{P_{H2} \quad P_{I2}}$$

EQUILIBRIO HETEROGÉNEO

Sistema de dos o más fases, comúnmente sólido-gas.

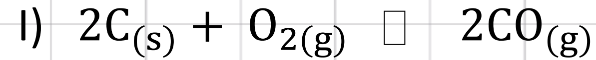


$$2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

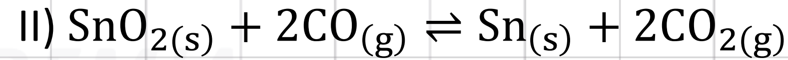
$$K_c = \frac{[CO]^2}{[O_2]} \qquad K_p = \frac{(P_{CO})^2}{P_{O2}}$$

Ejercicio 02:

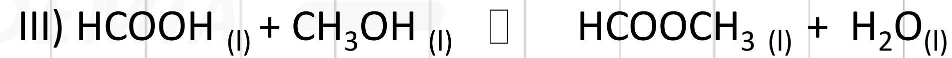
Seleccione en que equilibrios se cumple que K_c y K_p son numéricamente iguales:



I) $2C_{(s)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$



II) $SnO_{2(s)} + 2CO_{(g)} \rightleftharpoons Sn_{(s)} + 2CO_{2(g)}$



III) $HCOOH_{(l)} + CH_3OH_{(l)} \rightleftharpoons HCOOCH_{3(l)} + H_2O_{(l)}$

A) Solo I B) II y III C) solo II D) I y II E) I , II y III

Resolución :

Rpta: solo II **Clave: C**

Ejercicio 03:

Se tiene al inicio cloruro de amonio sólido, luego se disocia parcialmente en los gases amoniaco y cloruro de hidrógeno, estableciéndose el siguiente equilibrio a 500K:



$$NH_4Cl_{(s)} \rightleftarrows NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$$

Si la presión total en el equilibrio es 1,6 atm, hallar el valor de la constante de equilibrio K_c.

A) $8{,}0 \times 10^{-5}$
B) $1{,}6 \times 10^{-4}$
C) $3{,}2 \times 10^{-4}$
D) $6{,}4 \times 10^{-4}$
E) $8{,}2 \times 10^{-4}$

Resolución :

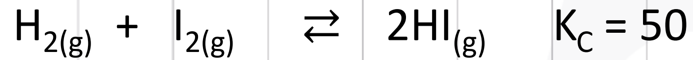
Rpta: $1{,}6 \times 10^{-4}$

Clave: B

1.7. APLIQUEMOS EL COCIENTE DE REACCIÓN (Q)

Ejercicio 04:

Se determinaron a 229 °C en un recipiente de 1L. Las siguientes concentraciones: [HI] = 0,790 M, $[H_2]$ = 0.080 M y $[I_2]$ = 0.060 M. Para la siguiente reacción química:



$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftarrows 2HI_{(g)} \qquad K_C = 50$$

¿La reacción se encuentra en equilibrio? Si no lo está, ¿en qué sentido procederá la reacción para que alcance el equilibrio?

A) Sí ; hacia la derecha
B) Sí ; hacia la izquierda
C) No; hacia la derecha
D) No; hacia la izquierda
E) Sí ; no necesita desplazarse

Resolución :

Rpta: No, hacia la izquierda **Clave: B**

1.8. PRINCIPIO DE HENRY LE CHATELIER

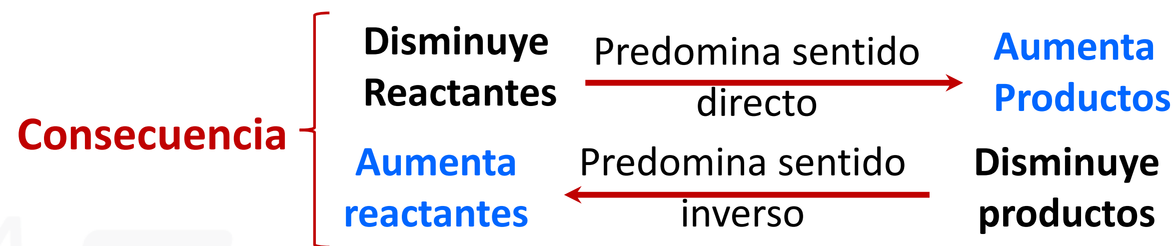


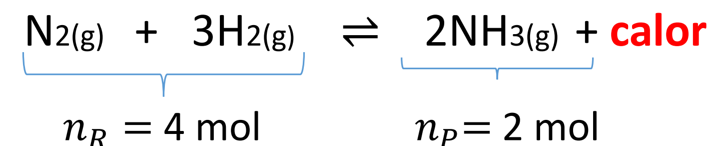
Es una herramienta cualitativa que indica la dirección del desplazamiento de la reacción para restaurar un nuevo equilibrio. Establece que:

"Un cambio o perturbación en cualquiera de las variables que determinan el estado de equilibrio de un sistema químico, produce un desplazamiento del equilibrio en el sentido → o ← para contrarrestar o minimizar el efecto causado por la perturbación externa".

El cambio (**perturbación externa**) de uno o varios de los siguientes factores pueden alterar la condición de equilibrio:

- **Concentración de reactante o producto (a T cte. no cambia K_{eq}).**
- **Presión o Volumen (a T cte. no cambia K_{eq}).**
- **Temperatura (si cambia el valor de la K_{eq}).**

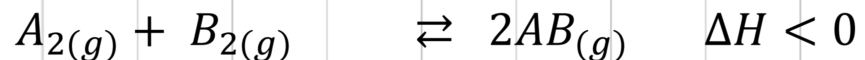




Perturbación	Según Le Chatelier	Desplazamiento
Adicionar más N_2	Consumir N_2	Hacia la derecha (⟶)
Aumentar la presión (reducir el volumen)	Reducir la presión (menos moles)	Hacia la derecha (⟶)
Aumentar la temperatura	Disminuir la temperatura (consumir calor)	Hacia la izquierda (←)
Adición de un catalizador	No altera el estado de equilibrio	

Ejercicio 05:

En un recipiente rígido cerrado ocurre la siguiente reacción en equilibrio, a una determinada temperatura.



$$A_{2(g)} + B_{2(g)} \rightleftarrows 2AB_{(g)} \qquad \Delta H < 0$$

Indique cuales de las siguientes proposiciones son correctas:

I) Si se incrementa la temperatura, el equilibrio se desplaza a la izquierda.

II) Si se retira una parte del producto AB , el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

III) Si se duplica el volumen el equilibrio, se desplaza hacia la izquierda.

A) Solo I
B) I y II
C) Solo II
D) II y III
E) I, II y III

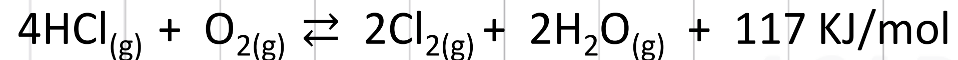
Resolución:

Rpta: I y II

Clave: B

Ejercicio 06:

La oxidación del cloruro de hidrógeno produce Cl_2 según la reacción:



$$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightleftarrows 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} + 117\ KJ/mol$$

¿Qué efecto tendrá sobre la producción de Cl_2?

I. Retirar el vapor de agua a través de un agente deshidratante.

II. Aumento de la temperatura.

A) Aumenta, aumenta.
B) Disminuye, disminuye.
C) Disminuye, aumenta.
D) Aumenta, disminuye.
E) Aumenta, no varía.

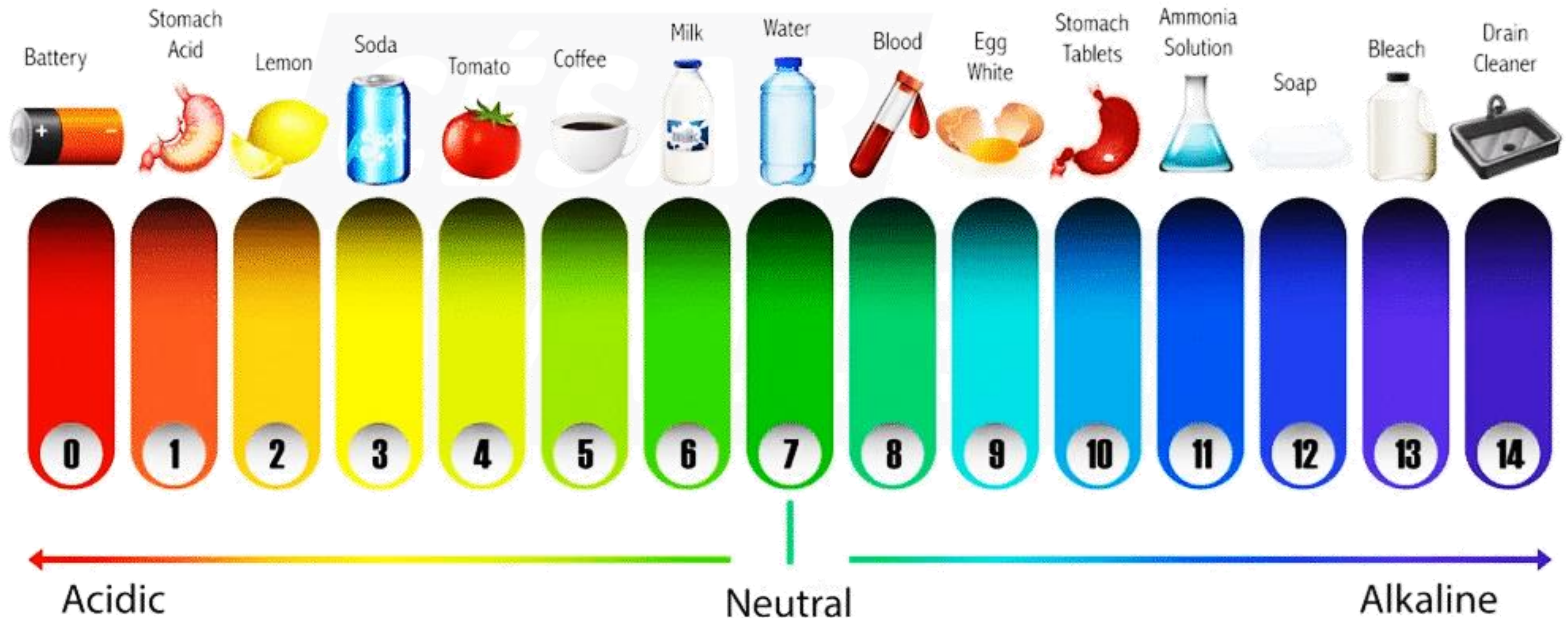
Resolución :

Rpta: aumenta, disminuye

Clave: D

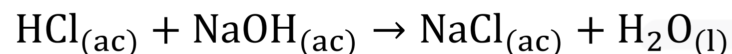
II. ÁCIDOS Y BASES

La acidez y basicidad son propiedades químicas de las sustancias, que se manifiestan comúnmente en las reacciones químicas. El monitoreo del pH se relacionará con los tipos de productos que se obtienen en la reacción y las condiciones óptimas para un mayor rendimiento.



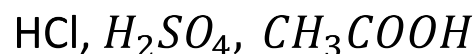
2.1 . DEFINICIONES de ÁCIDOS Y BASES

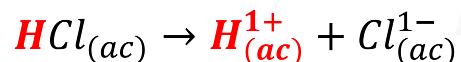
TEORÍA DE SVANTE ARRHENIUS


$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \rightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)}$

ÁCIDO

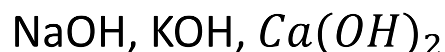
En el agua se disocia liberando protones, $\boldsymbol{H^{1+}}$.


HCl, H_2SO_4, CH_3COOH


$HCl_{(ac)} \rightarrow H^{1+}_{(ac)} + Cl^{1-}_{(ac)}$

BASE

En el agua se disocia liberando iones hidróxido, $\boldsymbol{OH^{1-}}$.


NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$


$NaOH_{(ac)} \rightarrow OH^{1-}_{(ac)} + Na^{1+}_{(ac)}$

Limitaciones:

- Solo es válido, usando como disolvente el agua
- No explica el carácter básico del NH3

TEORÍA DE BRÖNSTED – LOWRY

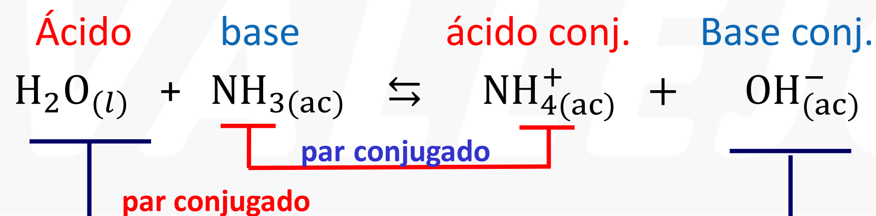
ÁCIDO

Dona un protón H^{1+}

BASE

Acepta un protón H^{1+}

En la reacción ácido-base se transfiere un protón.



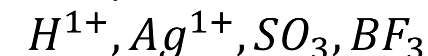
Limitación:

- No explica la acidez del CO2
- Explica el anfoterismo del agua (anfiprótico) y otras sustancias.

TEORÍA DE G . LEWIS

ÁCIDO

Recibe un par de electrones.

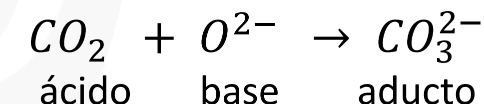

$H^{1+}, Ag^{1+}, SO_3, BF_3$

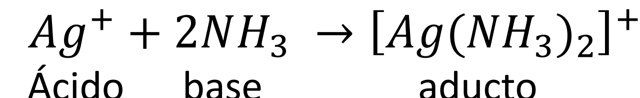
BASE

Dona un par de electrones.


$OH^{1-}, F^{1-}, NH_3, CH_2 = CH_2$

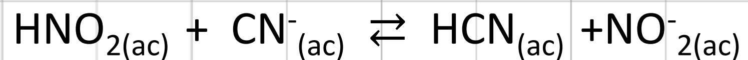
El ácido y la base se unen mediante el enlace dativo o coordinado.





Ejercicio 07:

Respecto a la reacción en solución acuosa:



se puede afirmar correctamente que:

I. El HNO_2 actúa como ácido de Brönsted-Lowry.

II. El HCN es la base conjugada del CN^-.

III. El ion NO_2^- es la base conjugada del HNO_2.

A) solo I

B) solo II

C) solo III

D) I y II

E) I y III

Resolución :

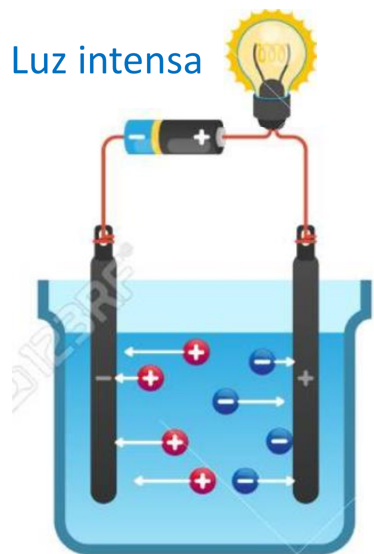
Rpta: I y III

Clave: E

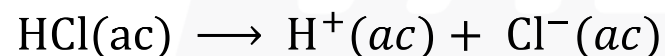
2.2. ELECTRÓLITOS

Sustancias que fundidas o disueltas en agua tienen iones en movimiento, lo cual hace que sean conductores de la corriente eléctrica. Se clasifican como:

FUERTES



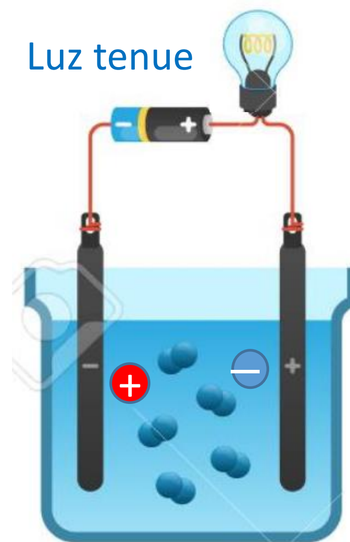
- ✓ De alta conductividad eléctrica.
- ✓ Pueden ser:
  - Ácidos fuertes
  - Bases fuertes
  - Sales
- ✓ Se **disocian o ionizan por completo.** Ejm:



$$HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$$

Inicio:	0,1M	0	0
Final:	0	0,1M	0,1M

DÉBILES



- ✓ De baja conductividad eléctrica.
- ✓ Pueden ser:
  - Ácidos débiles
  - Bases débiles
- ✓ Se **disocian o ionizan parcialmente, generando un *equilibrio iónico*.** Ejm:



$$HF \rightleftarrows H^+ + F^-$$

Inicio:	1M	0	0
Cambio:	- 0,02M	+0,02M	+0,02M
Final(eq.):	0,98M ⇄	0,02M	0,02M

Electrolitos fuertes

En medio acuoso se disocian por completo. Tienen buena conductividad eléctrica.

Ácidos fuertes

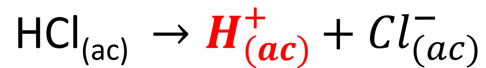
$HClO_4, HI,$ $HBr,$ $\mathbf{HCl},$ $\mathbf{H_2SO_4, HNO_3}$

Bases fuertes

LiOH, **NaOH, KOH**, RbOH, CsOH, $\mathbf{Ca(OH)_2}$ $Sr(OH)_2, Ba(OH)_2$

Sales

NaCl, $CaBr_2$, MgI_2, Na_2CO_3, $AgNO_3$, K_2SO_4,.....



	$HCl_{(ac)}$	$H^{+}_{(ac)}$	$Cl^{-}_{(ac)}$
[inicio]	0,5 *M*	0	0
[cambio]	-0,5 *M*	+0,5 *M*	+0,5 *M*
[final]	0	**+0,5 *M***	+0,5 *M*



	$Ba(OH)_{2(ac)}$	$2OH^{+}_{(ac)}$	$Ba^{2+}_{(ac)}$
[inicio]	0,1 *M*	0	0
[cambio]	-0,1 *M*	+0,2 *M*	+0,1 *M*
[final]	0	**+0,2 *M***	+ 0,1 *M*

ELECTROLITOS DÉBILES y el EQUILIBRIO IÓNICO

El equilibrio iónico es el **estado estable** que alcanzan los ácidos y bases débiles al disociarse parcialmente en el agua a una cierta temperatura.

ÁCIDOS DÉBILES

Tienen una constante de acidez (K_a).


$$HA_{(ac)} \rightleftharpoons \mathbf{H^{+}_{(ac)}} + A^{-}_{(ac)}$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \alpha^2 C_i$$

C_i = concentración inicial

α = grado de ionización

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_i}$$

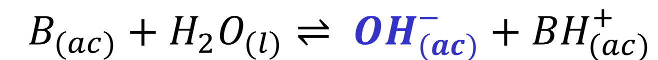
$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_i}}$$

A mayor K_a, mayor fuerza de acidez


HClO ($\mathbf{K_a = 3,2x10^{-8}}$) < HNO_2($\mathbf{K_a = 4,5x10^{-4}}$)

BASES DÉBILES

Tienen una constante de basicidad (K_b).


$$B_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons \mathbf{OH^{-}_{(ac)}} + BH^{+}_{(ac)}$$

$$K_b = \frac{[OH^-][BH^+]}{[B]}$$

$$K_b = \alpha^2 C_i$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_i}}$$

A mayor K_b, mayor fuerza básica.


N_2H_4 ($\mathbf{K_b = 1,7x10^{-6}}$) < NH_3($\mathbf{K_b = 1,8x10^{-5}}$)

Ejercicio 08: A 20 °C la constante de acidez Ka para el ácido hipobromoso HBrO es $2x10^{-9}$. Calcule la concentración del ion hidrógeno y el grado de ionización en una solución 0,08 *M* del HBrO.

Resolución:

Ejercicio 09: del ejercicio anterior, si se diluye hasta la mitad, la concentración del ácido hipobromoso. ¿Cuánto vale su grado de ionización (α)?

Resolución:

Ejercicio 10 :

Dado los siguientes ácidos débiles:

ácido	K_a
CH_3COOH	$1{,}86x10^{-5}$
HF	$7{,}20x10^{-4}$
HClO	$3{,}50x10^{-8}$

Determine la veracidad (V) o falsedad (F) al analizar las siguientes proposiciones:

I) En fuerza ácida se cumple: HClO > HF

II) En fuerza básica se cumple: $ClO^- > CH_3COO^-$

III) El de mayor conductividad eléctrica es el HF

A) VVV
B) VVF
C) FVV
D) VFV
E) FFV

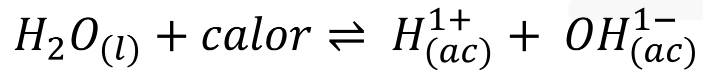
Resolución:

Rpta: FVV

Clave: C

2.3. AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

Por ser anfótero, el agua se autoioniza generado iones. La autoionización es endotérmica.



$$H_2O_{(l)} + calor \rightleftharpoons H^{1+}_{(ac)} + OH^{1-}_{(ac)}$$

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

K_w=producto iónico del agua

A cualquier temperatura, el **agua pura es neutra.**
A 25 °C se cumple:

$\boldsymbol{K_w = 1,0x10^{-14}}$, $\boldsymbol{[H^+] = [OH^-] = 1,0x10^{-7}\frac{mol}{L}}$

A mayor T → mayor K_w

Tener en cuenta en soluciones acuosas diluidas:

$[H^+] > [OH^-]$ **(solución ácida)**
$[H^+] = [OH^-]$ **(solución neutra)**
$[H^+] < [OH^-]$ **(solución básica)**

2.4 .POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH)

Cuantifica el **grado de acidez o basicidad** de una **solución acuosa diluida**.

pH= $-log[H^+]$

También: pOH= $-log[OH^-]$

A 25 °C: $\boldsymbol{pH + pOH = 14}$

$\boldsymbol{pH < 7 \rightarrow solución\ ácida}$
$pH = 7 \rightarrow solución\ neutra$
$\boldsymbol{pH > 7 \rightarrow solución\ básica}$



Ejercicio 11:

El **ácido ciánico** es un compuesto químico de fórmula molecular HCNO. Se presenta como un líquido incoloro, tóxico y volátil. A 25°C Se tiene una solución acuosa de ácido ciánico HCNO con una concentración inicial de 0,02M, en estas condiciones determine el **pH** de dicha solución.

Datos: K_a (HCNO) = $3,5x10^{-4}$

log 2,65 = 0,42

Resolución:

Ejercicio 12:

A 25°C se mezclan 20mL de una solución acuosa de HBr 0,2M con 15mL de una solución acuosa de KOH 0,3M. Determine el pH de la solución resultante.

Dato: log 1,43 = 0,15

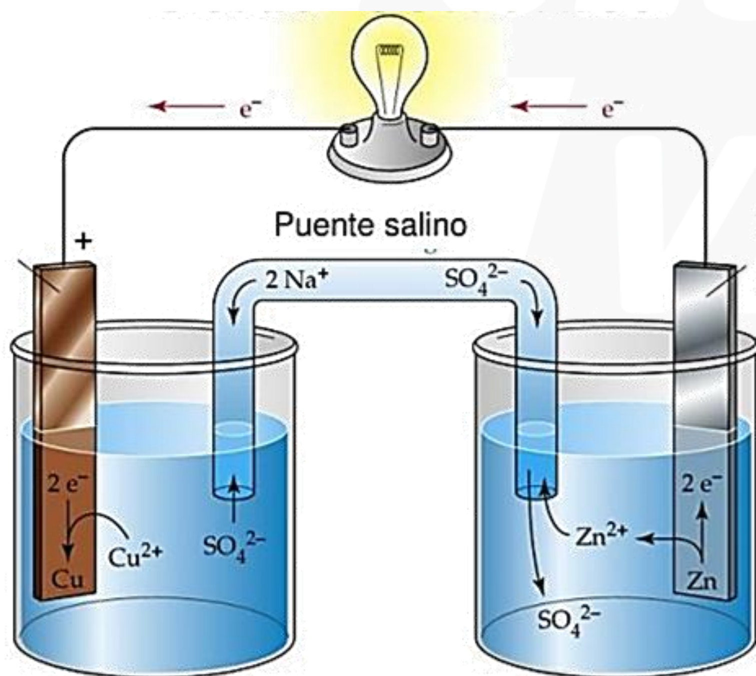
Resolución:

III. ELECTROQUIMICA

Es rama de la química que estudia la relación entre la corrientes eléctrica continua y las reacciones químicas, quiere decir, de la conversión de la energía química en la energía eléctrica y viceversa. La electroquímica es el estudio de las reacciones químicas que producen efectos eléctricos y de los fenómenos químicos causados por la acción de la corriente eléctrica.

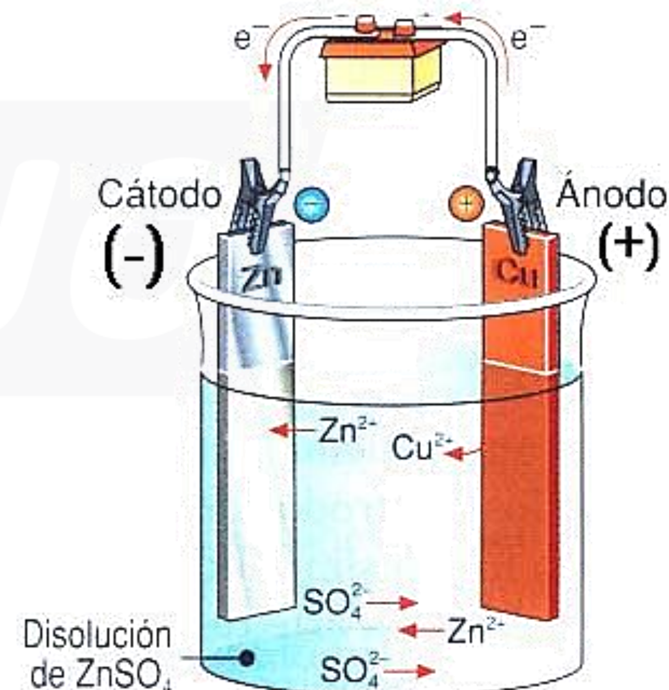
CELDAS GALVÁNICAS

- Ocurre reacción redox espontánea.
- Conversión de energía química en eléctrica.



ELECTRÓLISIS

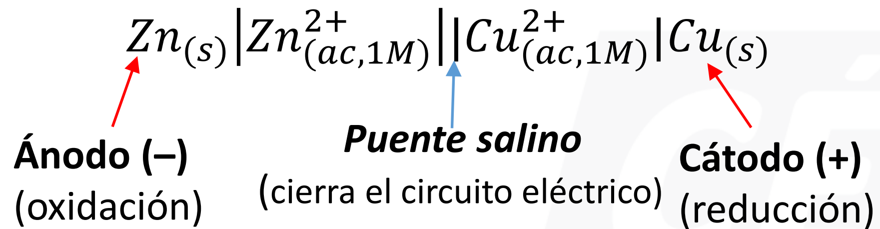
- Ocurre reacción redox no espontánea.
- Conversión de energía eléctrica en química



3.1. CELDAS GALVÁNICAS

Son dispositivos que **generan energía eléctrica** a partir de una reacción redox espontánea

DIAGRAMA DE UNA CELDA GALVÁNICA

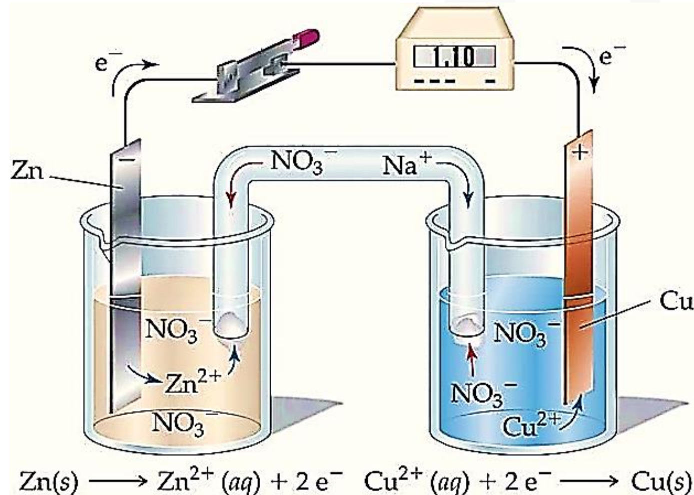


$Zn_{(s)}|Zn^{2+}_{(ac,1M)}||Cu^{2+}_{(ac,1M)}|Cu_{(s)}$

Ánodo (–) (oxidación)

Puente salino (cierra el circuito eléctrico)

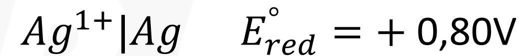
Cátodo (+) (reducción)



Los electrones fluyen desde el ánodo hacia el cátodo porque se establece una **diferencia de potencial eléctrico** o voltaje de la celda ($\boldsymbol{E_{celda}}$)

POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCIÓN (E°_{red})

A mayor valor del E°_{red}, la sustancia tiene mayor tendencia a ganar electrones (mejor agente oxidante)



$Ag^{1+}|Ag \quad E^{\circ}_{red} = +0{,}80V$



$Zn^{2+}|Zn \quad E^{\circ}_{red} = -0{,}76V$

Según la fuerza oxidante:

$Zn^{2+} < Ag^{1+}$

- El E°_{red}, es una propiedad intensiva.
  - La oxidación y reducción son procesos opuestos:

$$\boldsymbol{E^{\circ}_{ox} = -E^{\circ}_{red}}$$

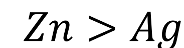




$Ag|Ag^{1+} \quad E^{\circ}_{ox} = -0{,}80V \qquad Zn|Zn^{2+} \quad E^{\circ}_{ox} = +0{,}76V$

- A mayor valor del E°_{ox}, la sustancia tiene mayor tendencia a oxidarse (mejor agente reductor) y será el ánodo.

Según la fuerza reductora:



$Zn > Ag$

Ánodo (–): Zn
Cátodo(+): Ag

TABLA DE POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCIÓN

Sistema	Semirreacción	E° (V)
Li^+ / Li	Li^+ 1 $e^- \rightarrow Li$	–3,04
K^+ / K	$K^+ + 1 e^- \rightarrow K$	–2,92
Ca^{2+} / Ca	$Ca^{2+} + 2 e^- \rightarrow Ca$	–2,87
Na^+ / Na	$Na^+ + 1 e^- \rightarrow Na$	–2,71
Mg^{2+} / Mg	$Mg^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mg$	–2,37
Al^{3+} / Al	$Al^{3+} + 3 e^- \rightarrow Al$	–1,66
Mn^{2+} / Mn	$Mn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Mn$	–1,18
Zn^{2+} / Zn	$Zn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Zn$	–0,76
Cr^{3+} / Cr	$Cr^{3+} + 3 e^- \rightarrow Cr$	–0,74
Fe^{2+} / Fe	$Fe^{2+} + 2 e^- \rightarrow Fe$	–0,41
Sn^{2+} / Sn	$Sn^{2+} + 2 e^- \rightarrow Sn$	–0,14
Pb^{2+} / Pb	$Pb^{2+} + 2 e^- \rightarrow Pb$	–0,13
H^+ / H_2	$2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$	0,00
Cu^{2+} / Cu	$Cu^{2+} + 2 e^- \rightarrow Cu$	0,34
I_2 / I^-	$I_2 + 2 e^- \rightarrow 2 I^-$	0,53
MnO_4^- / MnO_2	$MnO_4^- + 2 H_2O + 3 e^- \rightarrow MnO_2 + 4 OH^-$	0,53
Hg^{2+} / Hg	$Hg^{2+} + 2 e^- \rightarrow 2 Hg$	0,79
Ag^+ / Ag	$Ag^+ + 1 e^- \rightarrow Ag$	0,80
Au^{3+} / Au	$Au^{3+} + 3 e^- \rightarrow Au$	1,50
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2 H_2O$	1,51

AUMENTA $\downarrow$ E^o_{red}

3.2. ESPONTANEIDAD DE UNA REACCIÓN REDOX

Condiciones estándar: P= 1 atm, T=25 °C, $[ion] = 1\ M$

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{ox} + E^\circ_{red}$$

$E^\circ_{celda} > 0 \rightarrow$ **reacción redox espontánea**

Ejemplo: al introducir una lámina de hierro en una solución de $CuSO_{4(ac)}\, 1M$. ¿Ocurrirá la reacción?



Ejercicio 13:

A condiciones estándar se sumerge un perno de níquel en una solución acuosa de $CuSO_4$ 1,0M. Indique verdadero (V) o falso (F) al analizar cada proposición.

I) Disminuye la masa de níquel, debido a que este metal se oxida.

II) El níquel desplaza al catión cobre de sus sales acuosas.

III) La reacción neta del proceso es:



$$Cu_{(s)} + NiSO_{4(ac)} \rightarrow CuSO_{4(ac)} + Ni_{(s)}$$

Datos de potenciales estándar de reducción:

E° (Ni^{2+} / Ni)= - 0,25V

E° (Cu^{2+}/Cu) = + 0,34V

A) VVV

B) VVF

C) VFV

D) FVV

E) FFV

Resolución:

Rpta: VVF

Clave: B

3.3. ELECTRÓLISIS

Consiste en generar una reacción redox no espontánea por acción de la energía eléctrica continua

ELECTRÓLIS DE SALES FUNDIDAS

Las **sales haloideas** se descomponen en sus elementos constituyentes.

Ejemplo: electrólisis del $\boldsymbol{NaCl_{(l)}}$

Electrolito	$NaCl_{(l)}$
Cátodo (-)	El catión Na^{1+}se reduce. $2Na^{1+} + 2e^- \rightarrow 2Na^0_{(l)}$
Ánodo (+)	El anión Cl^{1-}se oxida. $2Cl^{1-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

Rxn neta: $\boldsymbol{2NaCl_{(l)} \rightarrow 2Na_{(l)} + Cl_{2(g)}}$

ELECTRÓLIS DE SOLUCIONES CONCENTRADAS

Hay la posibilidad que el soluto o el agua se descomponga.

Reglas Practicas:

a) Los **cationes** del grupo **IA y IIA** no se reducen, el agua se reduce liberando $H_{2(g)}$.

b) Los cationes del grupo B se reducen hasta su forma elemental (**recubrimiento metálico**).

a) Los oxoaniones NO_3^{1-} y SO_4^{2-} no se oxidan. El agua se oxida liberando $O_{2(g)}$.

Electrolito	$\boldsymbol{NaCl_{(ac)}}$
Cátodo (-)	$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow \boldsymbol{2OH^-_{(ac)}} + H_{2(g)}$
Ánodo (+)	El anión Cl^{1-}se oxida. $2Cl^{1-} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$

ELECTRÓLIS DE SOLUCIONES DILUIDAS

Solo el solvente (agua) se descompone en el cátodo y ánodo.

Ejemplo: **electrólisis del agua acidulada (agua + gotas de ácido sulfúrico).**

Cátodo:	**El agua se reduce formando** $H_{2(g)}$
Ánodo	**El agua se oxida formando** $O_{2(g)}$

Rxn neta: $\boldsymbol{2H_2O_{(l)} \rightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}}$

Descomposición del agua

ASPECTOS CUANTITATIVOS DE LA ELECTRÓLISIS

Permite determinar las cantidades obtenidas en los electrodos de una celda electrolítica.

a. PRIMERA LEY DE FARADAY

La cantidad de sustancia descompuesta o producida en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de carga eléctrica que fluye por la celda electrolítica.

$1\ mol\ e^-$

CÁTODO

$M_{(s)}$

$1Eq-g\ (M)$

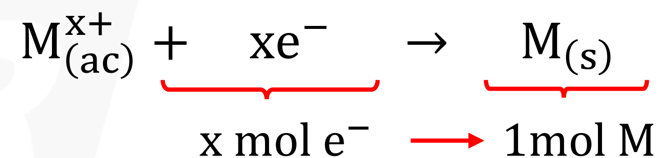
M^{x+}

Carga 1mol e- <> **1F** <> 96500 C

Un Faraday (F) se define como la cantidad de carga eléctrica que permite la formación, liberación o descomposición de **un equivalente-gramo (Eq-g)** de sustancia, su valor equivale a la cantidad de carga eléctrica que transporta **una mol de electrones**.

Interpretando la primera ley de Faraday tenemos:

En el cátodo de la celda electrolítica anterior:



$$M^{x+}_{(ac)} + xe^- \rightarrow M_{(s)}$$

$x\ mol\ e^- \longrightarrow 1mol\ M$

$x.96500 \longrightarrow PA(M)g$

$Q \longrightarrow m$

$$\mathbf{m = \frac{PA(E).Q}{x.96500}}$$

$$m = \frac{PE(M).Q}{96500\ C}$$

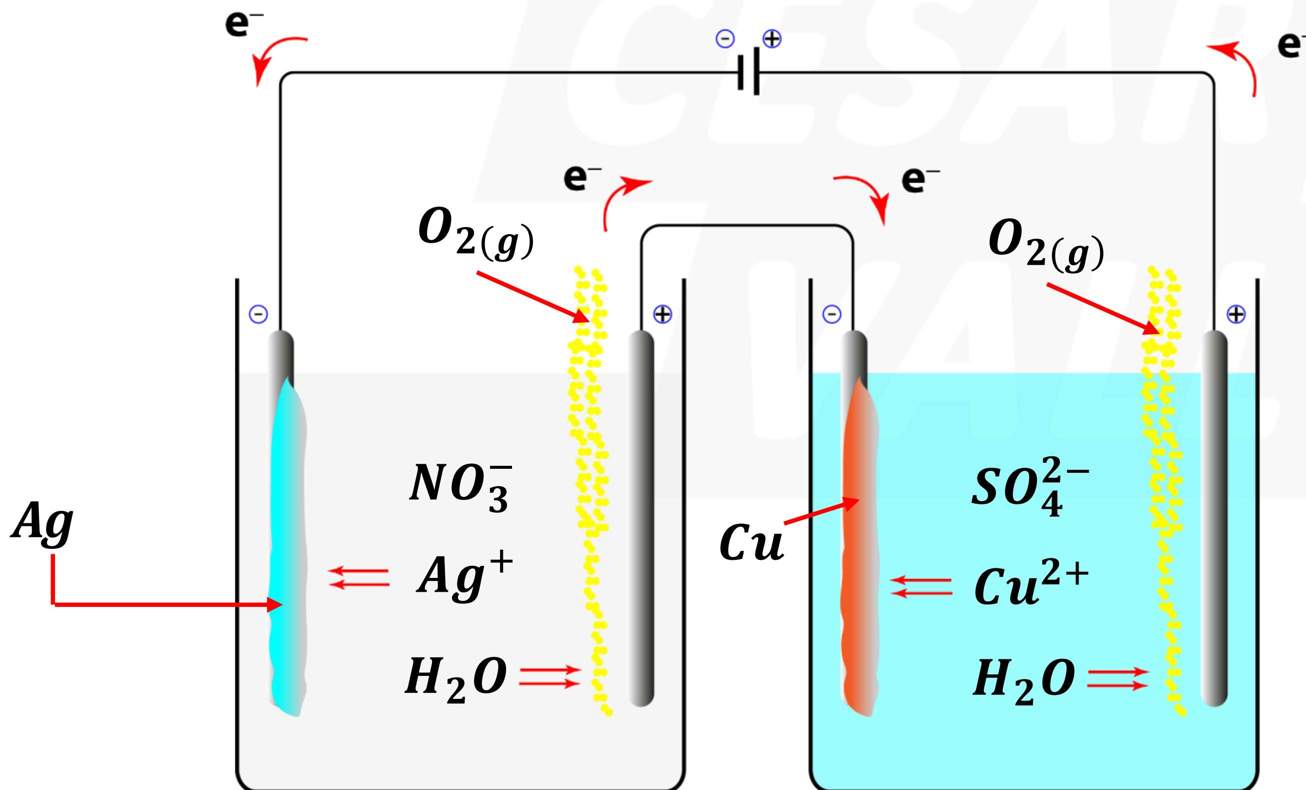
También: Q = I x t

- **m**: masa obtenida en gramos
- **Q**: Cantidad de carga eléctrica
- **PE**: Peso equivalente de la sustancia

b. SEGUNDA LEY DE FARADAY

Cuando dos o más celdas electrolíticas están conectadas en serie, se cumple que en todos sus electrodos, se produce la misma cantidad de equivalentes gramos de sustancias.

Por ejemplo: si en las dos celdas conectadas en serie se producen Ag y Cu cada uno de los cátodos.



Entonces se cumple:

$$\#Eq-g(Ag) = \#Eq-g(Cu)$$

es decir;

$$\frac{m_{Ag}}{PE(Ag)} = \frac{m_{Cu}}{PE(Cu)}$$

Ejercicio 14:

Se tiene dos celdas electrolíticas en serie, la primera contiene una solución acuosa de $CoCl_3$ concentrado y la segunda contiene una solución acuosa de $Cu(NO_3)_2$ concentrado. Si se hace pasar una corriente continua de 1,93 Amperios. Determine lo siguiente:

I) La masa, en gramos, de cobalto que se deposita, si en la segunda celda se depositó 1,27g de cobre.

II) El volumen de gas oxígeno, en litros, que se libera en el ánodo de la segunda celda, durante 30 minutos de funcionamiento.

Datos:

Masa molar (g/mol): Co= 58,93 ; Cu= 63,55

1 Faraday <> 96 500 Coulomb

A) 0,39 y 0,20
B) 0,78 y 0,40
C) 0,39 y 0,40
D) 0,78 y 0,20
E) 1,17 y 0,65

Resolución:

Rpta: 0,78 y 0,20

Clave: D



GRACIAS

SÍGUENOS:

academiacesarvallejo.edu.pe